Centro Estadual de Educação Tecnológica Paula Souza
CEETEPS

Governo do Estado de São Paulo

Mecânica de Precisão – Relatório de Química

pH e Corrosão

São Paulo – 24 de junho de 2010

Centro Estadual de Educação Tecnológica Paula Souza
CEETEPS

FATEC - SP
Faculdade de Tecnologia de São Paulo

Governo do Estado de São Paulo

Apresentação deste relatório à
FATEC SP – Faculdade de Tecnologia de São Paulo, do curso mecânica de precisão com objetivo acadêmico de aprovação em Química, sob a orientação da professora Cecília Trencher.

Ivan Galhardoni Nº 10107299

São Paulo – 24 de junho de 2010

Galhardoni, Ivan
Potencial Hidrogeniônico e corrosão/Ivan Galhardoni; São Paulo – SP, 2010.

Relatório técnico: Química(curso mecânica de precisão) – faculdade de tecnologia de São Paulo – FATEC.

1. Química experimental.

RESUMO

Metais são atacados pelo ambiente, podendo estar sujeito ao ataque corrosivo de acordo com a agressividade que o meio obtém, um dos obstáculos da engenharia é proteger os materiais para que isso não ocorra.
No caso a proteção de metais deve ser bem analisada antes de ser aplicada, pois o resultado de uma corrosão sempre é bem vindo para serem encontradas as soluções, respeitando sempre as leis da química.
Neste relatório, apresentaremos o comportamento do metal em relação ao ambiente, destacando em primeiro plano a corrosão e suas conseqüências, a resistividade de alguns materiais, pH.

SÍMBOLOS E ABREVIATURAS DE ELEMENTOS E COMPOSTOS

Elementos e compostos:

- Cu → Cobre
- Al → Alumínio
- Mg → Magnésio
- Zn → Zinco
- Ni → Níquel
- Fe → Ferro
- Pb → Chumbo
- HCl → Ácido clorídrico
- NaOH → Hidróxido de Sódio (Soda Caustica)
- HNO_3 → Ácido Nítrico
- $CuSO_4$ → Sulfato de Cobre
- NH_4OH → Hidróxido de Amônio
- KCl → Cloreto de Potássio
- NH_4Cl → Cloreto de Amônio
- $AgNO_3$ → Nitrato de Prata
- $Al_2(SO_4)_3$ → Sulfato de Alumínio
- $FeSO_4$ → Sulfato Ferroso
- NaCl → Cloreto de Sódio
- $MgSO_4$ → Sulfato de magnésio
- CH_3COOH → ácido acético

Abreviaturas:

- pH → potencial hidrogeniônico
- pOH → potencial hidroxiniônico.

Lista de ilustrações e Tabelas:

- Figura 1 - Corrosão e transformação dos metais (pág. 2)
- Figura 2 – Corrosão atmosférica (pág. 4)
- Figura 3 - Corrosão atmosférica (pág. 4)
- Figura 4 - Reação (pág. 5)
- Figura 5 – Teoria de Bronsted-Lowry (pág. 5)
- Figura 6 – pHmetro (pág. 7)
- Figura 7 – pH (pág. 7)
- Tabela 1 – Indicador universal (pág. 7)
- Tabela 2 – pH (pág. 12)

SUMÁRIO

1- Introdução.....2

2- Conceito de Corrosão.....3

2.1- Tipos de corrosão.....3

2.2- Teoria de Arrhenius.....5

2.3- Conceito de Brönsted- Lowry.....5

2.4- Conceito de Lewis.....6

3- Experimental.....7

3.1- Modos de segurança.....8

3.1.1- Cuidados dentro do laboratório.....8

3.1.2- Cuidados de proteção pessoal e EPI.....8

3.2- Preparação.....8

3.3- 1º Experiência.....9

3.4- 2º Experiência.....9

4- Resultados das experiências.....10

4.1- 1º Experiência.....10

4.2- 2º Experiência.....10

5- Conclusão final.....11

5.1- 1º Experiência.....11

5.2- 2º Experiência.....11

6- Tabela complementar.....12

7- Bibliografia.....13

1- INTRODUÇÃO

Diariamente, você descobre em sua casa vários locais onde aparece o resultado da ação do que se costuma chamar de “ferrugem”.
Apesar de pintar grades, partes metálicas da bicicleta, engraxar peças de máquinas, etc., você continua perdendo para essa “ferrugem”.
Em fábricas, escolas técnicas e laboratórios, são feitos estudos e testes para diminuir ou tentar eliminar a ação de substâncias que provocam a corrosão metálica.
Os materiais, em contato com o meio modificado ou não pela ação do homem, são corroídos, isto é, atacados quimicamente por esses meios, sofrendo alterações prejudiciais.
Os prejuízos devido à corrosão são observados nos metais, quaisquer que sejam os tipos de uso, como em refinarias, instalações industriais e embarcações, devido à ação dos gases, dos líquidos e dos sólidos.

A figura 1 resume a idéia de corrosão.

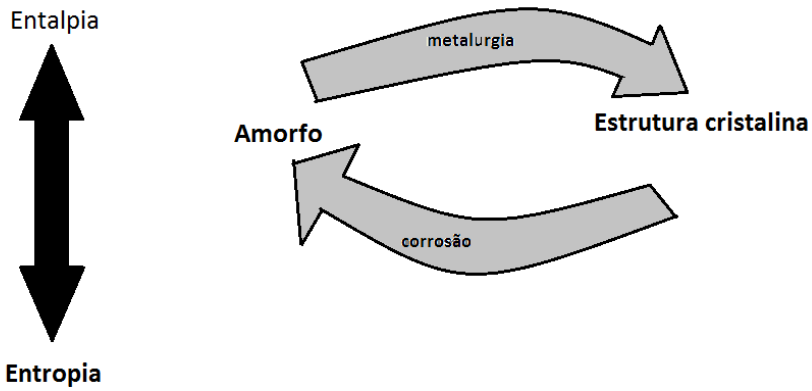

Fig. 1(Corrosão e transformação dos metais)

2 - CONCEITO DE CORROSÃO

Encontra-se na literatura duas definições básicas para corrosão, sendo que a mais simples delas define a corrosão como sendo o processo inverso da metalurgia extrativa, em que o metal retorna ao seu estado original, ou seja, ao minério do qual foi extraído. Um conceito mais atual define corrosão de maneira mais abrangente, englobando outros materiais além dos metálicos: corrosão é a destruição ou deterioração de um material devido à reação química ou eletroquímica com seu meio.
A partir da definição de corrosão pode-se definir a Engenharia de Corrosão: engenharia de corrosão é a aplicação de ciência e trabalho para prevenir ou controlar a corrosão de maneira econômica e segura.
Para desempenhar adequadamente o trabalho, o engenheiro de corrosão deve conhecer bem os princípios envolvidos: químicos, metalúrgicos, físicos e propriedades mecânicas dos materiais; ensaios de corrosão; natureza dos meios corrosivos; disponibilidade e processos de fabricação de materiais; projeto.
Os problemas de corrosão são freqüentes e ocorrem nas mais variadas atividades: nas indústrias químicas, petrolífera, petroquímica, naval, de construção civil, automobilística, nos meios de transporte aéreo, ferroviário, metroviário, marítimo, rodoviário e nos meios de comunicação como sistemas de telecomunicações, na odontologia (restaurações metálicas, aparelhos de prótese), na medicina (ortopedia) e em obras de arte como monumentos e esculturas. Em todos esses casos estão envolvidos engenheiros, químicos, dentistas, médicos dentre outros profissionais, os quais, na maioria dos casos, estão envolvidos em projetos projeto, operação e manutenção dos equipamentos e peças que sofrem a ação da corrosão. Como consequência, cabe a eles a responsabilidade pela minimização dos custos e riscos originados por processos corrosivos. Considerando esse aspecto muitos Departamentos de Engenharia de diversas Universidades vêm incorporando em seus Cursos disciplinas envolvendo os conceitos de Corrosão.

2.1 - Tipos de corrosão

- Corrosão metálica:

A corrosão metálica é um fenômeno de oxidação dos metais. Na verdade, cada liga metálica apresenta oxidação diferente, como, por exemplo:
• Oxidação do ferro ferrugem (Fe_2O_3)
• Oxidação do alumínio Al_2O_3
• Oxidação do cobre CuO
• Oxidação do aço inoxidável Cr_2O

A oxidação do aço inoxidável é curiosa e interessante, pois essa liga forma óxidos de cromo na superfície, protegendo-a do meio ambiente.

- Corrosão atmosférica:

A corrosão provocada pela atmosfera, nas condições ambientes, é dita corrosão atmosférica. A causa da corrosão é a umidade da atmosfera sobre o metal, devido à queda da temperatura à noite. Atmosfera seca não corrói.

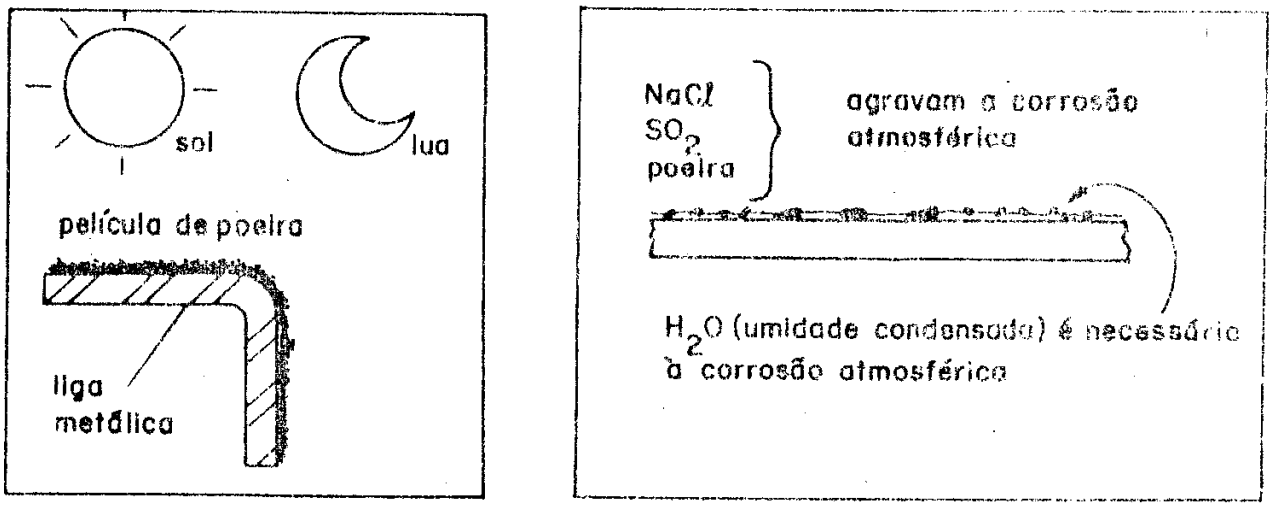

Fig. 2(Corrosão atmosférica)

Atmosferas poluídas corroem mais que atmosferas não poluídas, como as rurais. São poluentes atmosféricos: a poeira, o sal (atmosferas marinhas), o dióxido de enxofre (atmosferas industriais), entre outros.

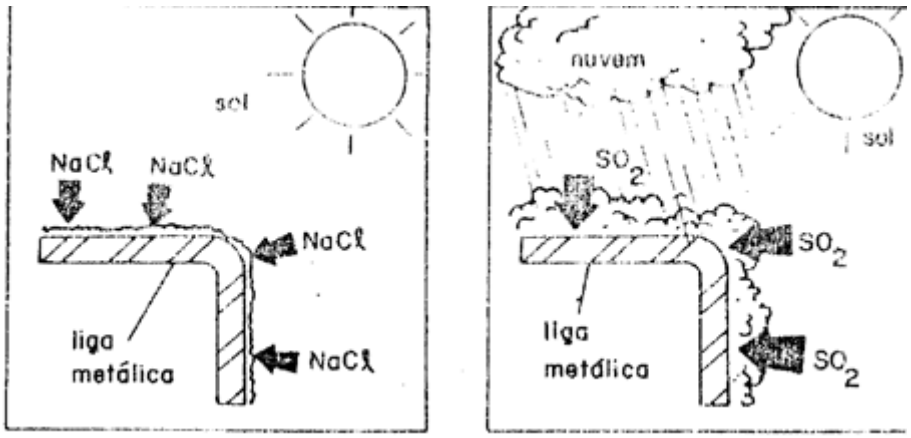

Fig 3.(Corrosão atmosférica)

- Corrosão Eletroquímica:

Em face da necessidade do eletrólito conter água líquida, a corrosão eletroquímica é também denominada corrosão em meio aquoso. Nos processos de corrosão, os metais reagem com os elementos não metálicos presentes no meio, O2, S, H2S, CO2 entre outros, produzindo compostos semelhantes aos encontrados na natureza, dos quais foram extraídos.

Os processos de corrosão eletroquímica são mais freqüentes na natureza e se caracterizam basicamente por:

- Necessariamente na presença de água no estado líquido;
- Temperaturas abaixo do ponto de orvalho da água, sendo a grande maioria na temperatura ambiente;
- Formação de uma pilha ou célula de corrosão, com a circulação de elétrons na superfície metálica.

2.2 - Teoria de Arrhenius

A primeira definição de ácidos e bases foi dada pelo químico sueco Svante Arrhenius ao redor de 1884:
- “Substâncias ácidas são aquelas que em solução aquosa dissociam-se em íons “Hidrogênios”

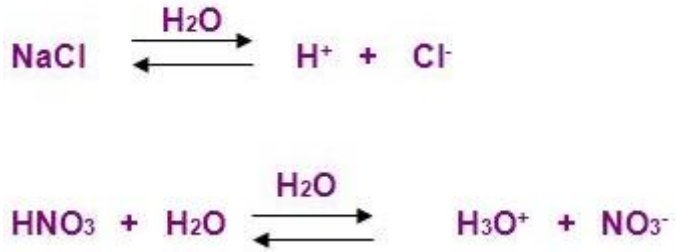

Fig.4(Reação)

- “Substâncias básicas são aquelas que em solução aquosa dissociam-se em íons “Hidroxilas”

A teoria de Arrhenius de ácidos e bases foi formulada com base na sua teoria de ionização das substâncias em soluções aquosas. As substâncias que se dissociavam totalmente ou em parte como íons em solução aquosa eram considerados eletrólitos. Aquelas que se dissociavam totalmente eram eletrólitos fortes, as que não se dissociavam totalmente eram eletrólitos fracos.

De modo semelhante, as bases fortes como o NaOH e KOH também se ionizam completamente em solução aquosa e produzem íons hidroxilas (OH-). No entanto, em certos casos, a teoria de Arrhenius não se aplicava bem onde a solução não era aquosa e até mesmo nestas condições onde certas substâncias com caráter ácido ou básico não forneciam íons H+ ou OH-, respectivamente. Como por exemplo, a amônia (NH_4) não contém íons hidroxila, porém em solução aquosa ela pode produzir íons hidroxilas reagindo com a água:

$NH_{3(aq)} + H_2O$ à NH_3HOH à NH_4OH à NH_4

2.3 - Conceito de Brønsted-Lowry

-Ácido: é toda espécie capaz de doar próton (H+), em qualquer meio.
-Base: é toda espécie capaz de receber próton (H+), em qualquer meio.
-Neutralização: a reação ácido-base de Bronsted-Lowry consiste na transferência do próton do ácido para a base.

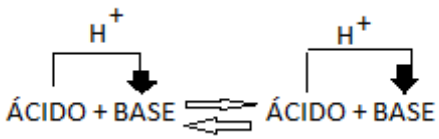

Fig. 5(Teoria)

Exemplo:

H_2SO_4 + 2 H_2O ⟹ 2 $H_3O^+(aq)$ + $SO_4^{2-}(aq)$
(ácido 1) (base 2) (ácido 2) (base 1)

- Par conjugado: é um ácido e uma base que se diferenciam por um próton exemplos:

HCl : Cl^-

ácido : base

H2SO4 : HSO4(colocar menos)

ácido : base

2.4 - Conceito de Lewis

-Base: é toda espécie capaz de ceder par de elétrons.

-Ácido: é toda espécie capaz de receber par de elétrons

-Neutralização: a reação ácido-base de Lewis consiste na formação de uma ligação covalente dativa (coordenada) entre ácido e a base.

NH_3	+	HOH		$[H_3N:H]^+$	+	OH^-
base				ácido NH_4^+		

O NH_3 é uma base porque recebeu um próton H^+ da água.

A água é um ácido porque cedeu um próton ao NH_3.

3 - EXPERIMENTAL

Realizamos uma aula sobre medidas de pH, utilizando várias soluções, entre elas, ácidos, sais e bases e verificamos os valores obtidos pelo indicador universal e o pelo pHmetro.

O pHmetro

O pHmetro ou medidor de pH é um aparelho usado para medição de pH. Constituído basicamente por um eletrodo e um circuito potenciômetro. O aparelho é calibrado (ajustado) de acordo com os valores referenciado em cada soluções de calibração. Para que se conclua o ajuste é então calibrado em dois ou mais pontos. Normalmente utiliza-se tampões de pH 7,000 e 4,005. Uma vez calibrado estará pronto para uso. A leitura do aparelho é feita em função da leituras de milivolts que o eletrodo gera quando submerso na amostra. Esses milivolts é convertido para uma escala de pH. O aparelho faz essa conversão e tendo como uma escala usual de 0 à 14 pH.

Fig.6 (pHmetro)

Indicador universal

Indicador universal é uma mistura de indicadores de pH, normalmente em solução ou secos em tiras de papel absorvente, que apresentam distintas cores para cada pH de 1 a 14. Tabelas com cores padrões do produto para os pH medidos são fornecidos com as tiras.

Intervalo de pH	Descrição	Cor
0-3	Ácido forte	Vermelho
3-6	Ácido	Laranja/Amarelo
7	Neutro	Verde
8-11	Base	Azul
11-14	Base forte	Púrpura

Tabela. 1(Indicador universal)

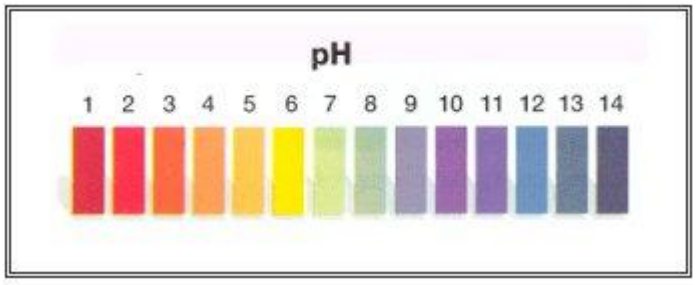

Fig. 7(pH)

3.1 Modos de Segurança

- Para a realização de qualquer trabalho no laboratório, antes de qualquer coisa, é necessário conhecer bem as normas de segurança;
- Estudar bem o roteiro de experimentos antes mesmo de iniciá-lo;
- Saber quais materiais irá trabalhar como vai trabalhá-lo e em quais condições ocorre à experiência (Ex: à frio, à quente, sob agitação, etc.);
- Conhecer todas as etapas necessárias a realização do experimento antes de realizá-lo.

3.1.1 Cuidados dentro do laboratório

- Consulte seu professor cada vez que notar algo anormal ou imprevisto;
- Respeite rigorosamente as precações recomendadas, se julgar algo perigoso chame seu professor;
- Não fazer brincadeiras de qualquer espécie, elas podem causar graves acidentes;
- Sempre adicionar ácido a água, jamais o contrário;
- É proibido comer, beber ou fumar dentro do laboratório;
- Faça apenas as experiências indicadas pelo seu professor.
- Vidro quente tem a mesma aparência que do vidro frio, portanto deixe a peça de vidro esfriar durante bastante tempo;
- Cuidado ao manipular reagentes inflamáveis e não manipulá-los em presença de fogo;
- Após terminar o trabalho, feche sempre as mangueiras de gás.
- Em caso de algum utensílio pegar fogo, seguir as instruções:
    - Jamais tentar mover o utensílio em chamas;
    - Desligue o gás;
    - Jamais jogue água;
    - Molhe um pano grande e retire o excesso de água
    - Coloque o pano sobre o utensílio e espere esfriar (não saia mais vapor)

3.1.2 Cuidados de Proteção pessoal e EPI

- Utilize sempre o Equipamento de Proteção Individual (EPI) tais como: avental, luvas, óculos, pinças, etc.
- Caso algum produto caia nos olhos, lavar imediatamente com água por 15 minutos, pois a única solução é o arraste mecânico;
- Produtos alcalinos são mais perigosos do que ácidos quando em contato com a pele;
- Em caso de ingestão acidental, procure imediatamente um médico e leve o nome e as especificações do produto;
- Nunca aspirar aos vapores de qualquer substância, traga-os até o nariz com as mãos;
- Não toque os produtos químicos com as mãos ao menos que tenha sido autorizado;
- Comunique ao seu professor suas alergias e problemas de saúde;
- Não use reagentes de frascos não rotulados;
- É obrigatório o uso de rótulos para as soluções que estiver preparando;
- Conserve limpo e organizado seus equipamentos e bancada;
- Não trabalhe com materiais imperfeitos (trincados, por exemplo);
- Não use roupas sintéticas, pois são facilmente inflamáveis.

3.2 Preparação

Organizar a bancada:
- Forrar com papel toalha;

- Pegar as soluções que serão utilizadas;
- Pegar béqueres para as respectivas soluções
- Marcar com caneta de retro projeção o nome das soluções;

3.3- 1º Experiência

Utilização do pHmetro e do indicador universal.
Objetivo: Comparar a diferença de valores do pHmetro e do indicador universal e comprovar a força dos ácidos de acordo com o seu pH.

3.4- 2º Experiência

Ataque aos metais com soluções basicas e ácidas.
Objetivo: Demonstrar o efeito da corrosão em cada meio pela ação de acidos e bases.
Observação: Por questões ambientais os ensaios não utilizam mais reações com chumbo e estanho.

4 - RESULTADOS DAS EXPERIÊNCIAS

4.1- 1º Experiência

Os valores obtidos pelo indicador universal, apresentam erros em relação ao pHmetro, por exemplo:
- NaOH: pH 13 pelo indicador universal e 12,53 pelo pHmetro
- HCl: pH 0 pelo indicador universal e 0,13 pelo pHmetro.

Nota-se que a precisão é clara no pHmetro, logo as medidas mais idéias são feitas em pHmetros.

4.2- 2º Experiência

Alguns metais têm mais facilidade em corroer em meio ácido, enquanto outros no meio básico. O Cobre, por exemplo, quando em contato com o Hidróxido de Sódio, limpa o corpo do material e o evidencia; quando em contato com o Nitrato de Prata, fica com a cor azulada e tem a formação de cristais de prata; e quando em contato com o Ácido Clorídrico, ele apresenta formação de bolhas.

5 - CONCLUSÃO FINAL

5.1- 1º Experiência:

Conclui-se que, os indicadores universais embora mais precisos que tornassol, eles ainda assim apresentam falhas, uma vez que a cor das soluções pode interferir no resultado. Conclui-se também que a força de um ácido é a intensidade com que a espécie doa prótons, ioniza-se bastante. E que a força de uma base é a intensidade com que a espécie recebe prótons.

Ou seja:

- Quanto maior o tamanho do átomo, maior é a força do ácido correspondente, assim como, quanto maior a eletronegatividade do elemento, maior é a força do ácido também.

Observação: visualizar “Tabela complementar”.

5.2- 2º Experiência:

Conclui-se que, os metais mais fortes e bases mais fortes tem maior eficácia na corrosão de metais, uma vez que seus pHs são os mais elevados. Importante notar que as relações com o Al são pouco perceptíveis, não por ele reagir pouco e sim por ele reagir muito e em pouco tempo. O Al em contato com o oxigênio reage formando AL_2O_3, e esse oxigênio “protege” o Al das demais soluções que foram testadas, por isso que seu resultado não é perceptível.

Observação: visualizar “Tabela complementar”.

6- TABELA COMPLEMENTAR

Substância	Fita medidora de pH	pHmêtro
NaOH	14	13,61
Na2CO3	13	12,35
NH4OH	11	11,84
NH4Cl	6	5,55
KI	8	9,15
NH4SO4	6	5,96’
AgNO3	4	2,40
MgSO4	5	4,01
NiSO4.6H2O	Ocoreu mudança na cor, o que provocou uma dificuldade de leitura	3,90
CH3COOH	3	2,15
HCl	0	0,21
H2SO4	1	1,10

Tabela 2(ph)

OBS: O alto valor do pH do ácido sulfúrico deve-se a concentração, o normal é que seu pH fique em torno de 0,1.

7- BIBLIOGRAFIA

- Endereço do site: http://www.squimica.iqm.unicamp.br/palestras/p03.htm, acesso em 23/06/2010 às 19:10.

- Endereço do site: http://www.iope.com.br/3i_corrosao.htm, acesso em 22/06/2010 às 15:00.

- Endereço do site: http://www.cetes.com.br/professor/bene/corrosao.pdf, acesso em 23/06/2010 às 16:00.

- Atkins, Peter, Princípios de Química, Loretta Jones e Peter Atkins, páginas 461 a 469.

- Anotações das experiências realizadas no laboratório de química da Faculdade de Tecnologia de São Paulo, sob orientação da professora Cecília Trencher.